

## TEMA 2 EL ESTADO DE LA MATERIA

### 1- ESTADOS DE AGREGACIÓN

### 2- LEYES DE LOS GASES

#### 2.1- LEY DE BOYLE

#### 2.2- LEY DE AVOGADRO

#### 2.3- LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

#### 2.4- LEY COMBINADA DE LOS GASES

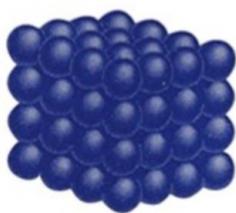
#### 2.5- LA ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES

#### 2.6- LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES

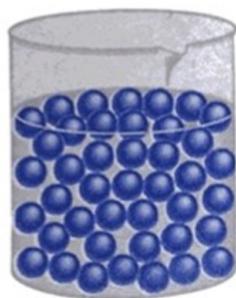
### 3- TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR

#### 3.1- JUSTIFICACIÓN DE LAS PROPIEDADES DE LOS GASES IDEALES

#### 3.2- JUSTIFICACIÓN DE LAS LEYES DE LOS GASES IDEALES



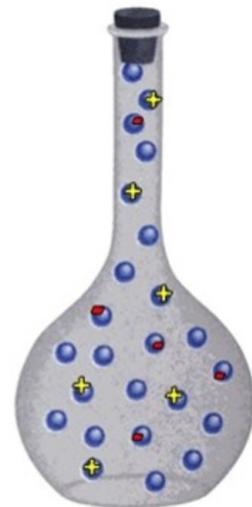
**SÓLIDO**



**LÍQUIDO**



**GAS**



**PLASMA**

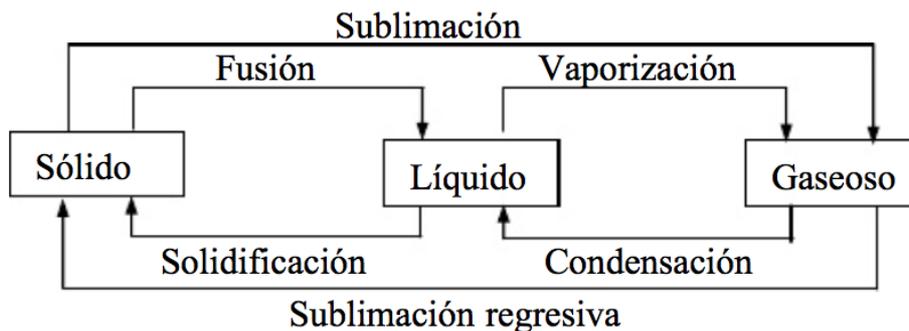
**1- ESTADOS DE AGREGACIÓN**

En función de las fuerzas atractivas (de cohesión) y de las condiciones de presión y temperatura, las sustancias se pueden encontrar en distintos estados de agregación.

En las condiciones normales de la corteza terrestre, las sustancias se presentan en estado sólido, líquido o gaseoso.



**CAMBIOS DE ESTADO**



Hay que recordar que la **vaporización** se puede llevar a cabo mediante dos mecanismos:

- **Evaporación:** Afecta sólo a la superficie libre del líquido y tiene lugar a cualquier temperatura. Es un proceso lento.

- **Ebullición:** Afecta a todo el líquido y tiene lugar a una cierta temperatura, aunque ésta depende de la presión exterior. Es un proceso más rápido que la evaporación.

### CARACTERÍSTICAS DE LOS ESTADOS DE AGREGACIÓN

Las características de los tres estados basadas en descripciones macroscópicas, es decir, que pueden constatarse sin utilizar más que los propios sentidos humanos sin ayudas auxiliares, son las siguientes:

Sólidos	Líquidos	Gases
Tienen forma propia.	Carecen de forma definida.	Carecen de forma definida.
Tienen un volumen definido.	Poseen su propio volumen definido.	No poseen un volumen propio.
No son compresibles ni expansibles, a no ser que se ejerza sobre ellos fuerzas de gran intensidad.	Son poco o nada compresibles y expansibles.	Son expansibles y compresibles, es decir, tienden a ocupar totalmente el recipiente en el que se introduzcan, y si se reduce el volumen del recipiente, el gas se comprime fácilmente y se adapta al menor volumen.

Tanto los gases como los líquidos tienen la propiedad de adaptarse a la forma del recipiente que los contienen, así como la de escapar por un orificio que se practique en el recipiente, por lo que reciben el nombre de fluidos.

Normalmente, un líquido tiene una densidad mucho mayor ( 700 a 1.700 veces) que un gas, mientras que un sólido tiene una densidad ligeramente mayor que un líquido.

### 2- LEYES DE LOS GASES

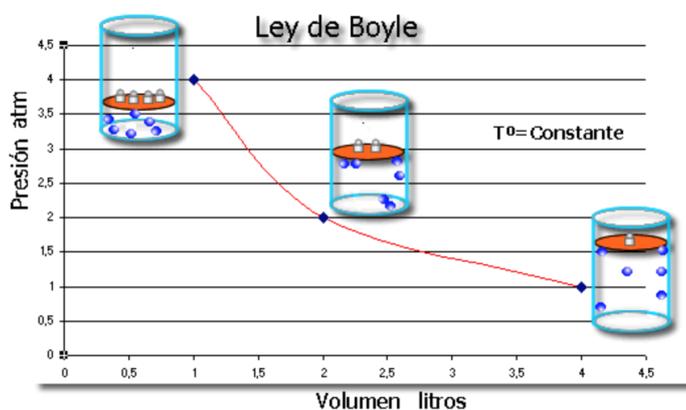
Todos los gases se comportan de forma sencilla en función de tres magnitudes físicas, a las que llamamos, **variables de estado**. Estas magnitudes son: la presión, el volumen y la temperatura. A estas magnitudes hay que añadir, además, la cantidad de sustancia.

Las leyes que describen el comportamiento de los gases son las que muestran cómo la presión, el volumen o la cantidad de sustancia con la temperatura.

Vamos a recordar los cambios de unidades básicos que necesitas conocer para trabajar con estas magnitudes:

- transformación unidades de *temperatura*:  $T^a \text{ (K)} = T^a \text{ (}^\circ\text{C)} + 273$
- equivalencias de unidades de *presión*:  $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg} = 1013 \text{ mbar} = 101325 \text{ Pa}$
- equivalencias de unidades de *volumen*:  $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$  ,  $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$  ,  $1 \text{ m}^3 = 1 \text{ KL}$

## 2.1- LEY DE BOYLE



La ley de Boyle, también conocida como ley de Boyle y Mariotte, establece la relación entre la presión y el volumen de un gas cuando la temperatura y la cantidad de sustancia se mantienen constantes. Según la ley de Boyle, en estas condiciones, la temperatura y la presión son inversamente proporcionales.

Matemáticamente se expresa como:

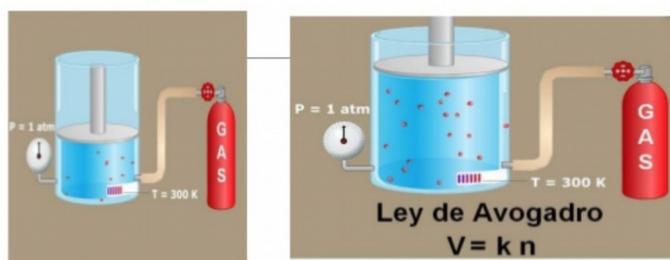
$$P \cdot V = \text{constante} ; P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

**ACTIVIDAD 1** Cierta gas ocupa 320 cm<sup>3</sup> a 1028 mbar, ¿qué volumen tendrá a 1,7 atm?

**ACTIVIDAD 2** Calcula la presión ejercida por 2,5 L de un gas ideal sabiendo que, a la misma temperatura y a 5 atm, ocupa un volumen de 100 mL

**ACTIVIDAD 3** Si la presión de 10 L de hidrógeno molecular se triplica a temperatura constante, ¿cómo cambiará el volumen?

## 2.2- LEY DE AVOGADRO

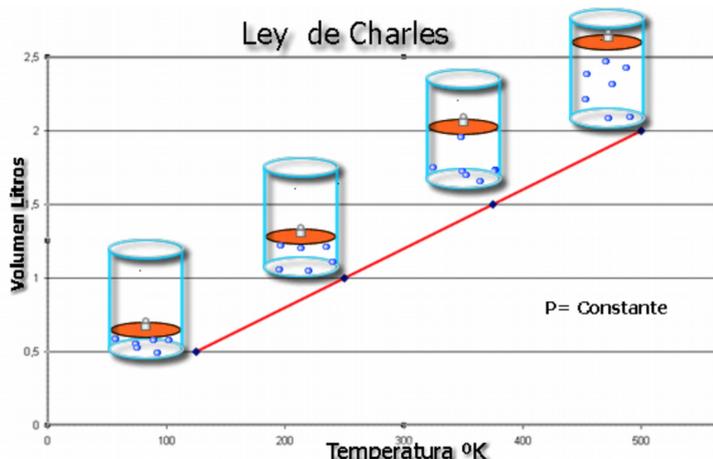


A partir de las hipótesis de Avogadro y del concepto de mol, se establece que: "Manteniendo la presión y la temperatura constantes, el volumen que ocupa un gas es directamente proporcional a la cantidad de sustancia que contiene".

Matemáticamente se expresa como:  $\frac{V}{n} = \text{constante} ; \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$

**ACTIVIDAD 4** En determinadas condiciones de presión y temperatura constantes, 1 mol de N<sub>2</sub> ocupa un volumen de 25 L, ¿cuál será su volumen si se añaden 15 gramos de este gas?

### 2.3- LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

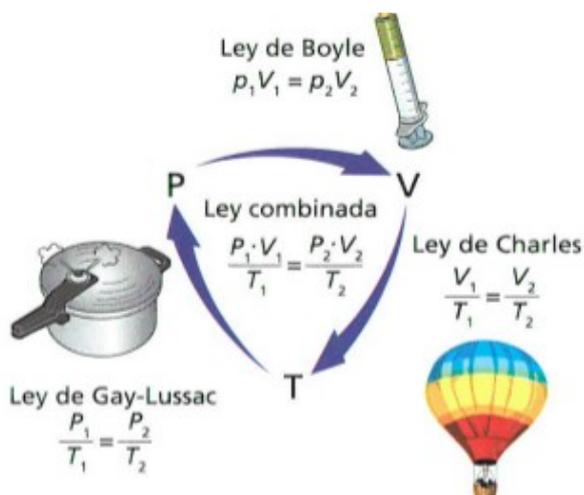


Charles y Gay-Lussac demostraron que, “manteniendo constante la presión y la cantidad de sustancia, el volumen que ocupa un gas es directamente proporcional a la temperatura.

Matemáticamente se expresa como:

$$\frac{V}{T} = \text{constante} ; \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

### 2.4- LEY COMBINADA DE LOS GASES



Los gases que cumplen perfectamente las leyes anteriores reciben la denominación de **gases ideales**.

Los gases reales, cuando se encuentran a presiones y temperaturas cercanas a las ambientales, actúan como ideales.

Cuando las tres magnitudes, **P, V y T**, se encuentran sometidas a variaciones, combinando las tres leyes de los gases que hemos estudiado, se llega a la

expresión de la ley combinada que las relaciona según:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

### 2.5- LA ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES

La ley de combinada de los gases ideales, toma especial interés cuando se considera 1 mol de sustancia, en cuyo caso, la expresión  $\frac{P \cdot V}{T}$  toma un valor constante, que conocemos como constante molar de los gases, que se simboliza como R y tiene los siguientes valores:

$$R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1} = 8.31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = 1.99 \text{ cal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}$$

Esta relación da lugar a la llamada **ecuación general de los gases ideales** en función de la cantidad de sustancia:  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

Si realizamos los cálculos en lo que llamamos “condiciones normales” ( $P = 1 \text{ atm}$  y  $T = 298 \text{ K}$ ), llegamos fácilmente al siguiente resultado: “**en CN de presión y temperatura, 1 mol de cualquier sustancia ocupa siempre un volumen de 22,4 L**”

### \*\* Cálculo de fórmulas moleculares con la ecuación de gases ideales \*\*

## 2.6- LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES

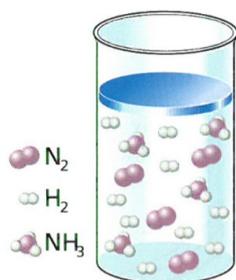


Figura 2.10. La presión total de la mezcla es igual a la suma de las presiones de cada uno de los compuestos gaseosos que la forman:

$$p = p_{N_2} + p_{H_2} + p_{NH_3}$$

En 1801 Dalton expuso su ley de las presiones parciales: “En una mezcla de gases no reactivos, la presión total que estos ejercen es la suma de las presiones parciales que cada gas ejercería,  $P_i$ , si estuviese solo en la mezcla, ocupando todo el volumen del recipiente”

$$P_{\text{total}} = \sum P_i = \frac{n_1 \cdot R \cdot T}{V} + \frac{n_2 \cdot R \cdot T}{V} + \dots = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V}$$

La presión parcial  $P_i$  que ejerce un componente de la mezcla de gases se relaciona con la presión total mediante la expresión:

$P_i = P_{\text{total}} \cdot X_i$  donde  $X_i$  es la fracción molar del componente “i”, que se calcula como:

$$X_i = \frac{n_i}{n_{\text{totales}}}$$

**ACTIVIDAD RESUELTA** Un recipiente de 20 litros a  $5 \text{ }^\circ\text{C}$  contiene 5 gramos de  $O_2$  y 5 gramos de  $N_2$ . Calcula la presión parcial de cada gas así como la presión total que ejerce la mezcla.

Masas atómicas: O – 16, N – 14

**Esta actividad se puede resolver de dos maneras diferentes:**

1) - Calculamos la cantidad de sustancia en mol de  $O_2$  y  $N_2$ . Ten en cuenta que se trata de moléculas diatómicas.

$$n(O_2) = \frac{m}{M_m} = \frac{5}{32} = 0,156 \text{ mol } O_2$$

$$n(N_2) = \frac{m}{M_m} = \frac{5}{28} = 0,178 \text{ mol } N_2$$

- Calculamos las presiones parciales de ambos gases:

$$P(O_2) = \frac{n_{(O_2)} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,156 \cdot 0,082 \cdot 323}{20} = 0,207 \text{ atm}; P(N_2) = \frac{0,178 \cdot 0,082 \cdot 323}{20} = 0,236 \text{ atm}$$

Así pues, la presión total será:  $P_{\text{tot}} = P(\text{O}_2) + P(\text{N}_2) = 0,207 + 0,236 = 0,443 \text{ atm}$

2) - Calculamos la cantidad de sustancia en mol de  $\text{O}_2$  y  $\text{N}_2$ . Ten en cuenta que se trata de moléculas diatómicas.

$$n(\text{O}_2) = \frac{m}{M_m} = \frac{5}{32} = 0,156 \text{ mol O}_2$$

$$n(\text{N}_2) = \frac{m}{M_m} = \frac{5}{28} = 0,178 \text{ mol N}_2$$

- calculamos las fracciones molares de ambos componentes:  $X_i = \frac{n_i}{n_{\text{totales}}}$

$$X(\text{O}_2) = \frac{n_{(\text{O}_2)}}{n_{\text{totales}}} = \frac{0,156}{0,156 + 0,178} = 0,467 \quad X(\text{N}_2) = \frac{n_{(\text{N}_2)}}{n_{\text{totales}}} = \frac{0,178}{0,156 + 0,178} = 0,533$$

- Calculamos la presión total:  $P_{\text{total}} = \frac{n_{\text{tot}} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,334 \cdot 0,082 \cdot 323}{20} = 0,443 \text{ atm}$

- Calculamos las presiones parciales:  $P_i = P_{\text{total}} \cdot X_i$

$$P(\text{O}_2) = 0,443 \cdot 0,467 = 0,207 \text{ atm} \quad P(\text{N}_2) = 0,443 \cdot 0,533 = 0,236 \text{ atm}$$

**ACTIVIDAD 5** Un recipiente contiene 2 g de  $\text{O}_2$ , 3 g de  $\text{N}_2$  y 4 g de  $\text{NO}_2$ . Si la presión que ejerce la muestra gaseosa es de 0,25 atm, calcula las presiones parciales de cada gas.

Masas atómicas: O – 16; N – 14

**ACTIVIDAD 6** Calcula las presiones parciales que ejercen cada uno de los gases de una mezcla formada por 4 g de hidrógeno gaseoso y 8 g de oxígeno, sabiendo que el manómetro instalado en el recipiente marca 2 atm.

Masas atómicas: O – 16; H – 1

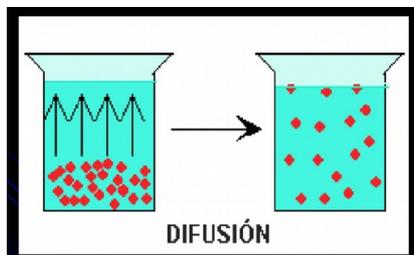
### 3- TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR

La teoría cinético molecular de los gases parte de las siguientes **hipótesis**:

- 1- Los gases están formados por partículas muy pequeñas ( moléculas y átomos, en algunos casos) que se mueven de manera continua y al azar. Estas partículas se encuentran muy alejadas unas de otras.
- 2- Estas partículas, al moverse, chocan entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene, ejerciendo la presión.
- 3- Las partículas que constituyen el gas no ejercen entre sí ningún tipo de fuerza, atractiva o repulsiva.
- 4- La energía cinética media de las partículas es proporcional a la temperatura del gas.

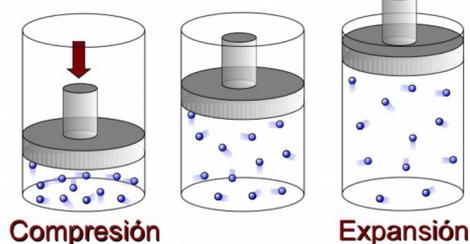
### 3.1- JUSTIFICACIÓN DE LAS PROPIEDADES DE LOS GASES IDEALES

La TCM justifica las propiedades de los gases, como por ejemplo, la difusión y la compresibilidad.



- **Difusión:** es el fenómeno por el cual las moléculas de un gas pueden migrar de un recipiente a otro. Es debido al movimiento aleatorio de las partículas y, conlleva que al ponerse en contacto dos gases, estos formen rápidamente una mezcla homogénea.
- **Compresibilidad:** es el fenómeno por el que un gas disminuye de forma significativa su volumen ante una presión externa. La TCM explica este hecho a partir de la primera hipótesis. Como las partículas se encuentran muy separadas entre sí, al recibir una presión, éstas pueden aproximarse reduciendo su volumen.

DIFUSIÓN, EXPANSIÓN Y COMPRESIÓN DE UN GAS



### 3.2- JUSTIFICACIÓN DE LAS LEYES DE LOS GASES IDEALES

La TCM también justifica las leyes de los gases estudiadas en el apartado anterior.

- **Ley de Boyle:** al disminuir el volumen del recipiente las distancias entre partículas se acortan y, se producen más choques entre ellas y contra las paredes del recipiente. Este hecho conlleva un aumento de la presión en el interior del recipiente.
- **Ley de Charles y Gay-Lussac:** al aumentar la temperatura, las partículas aumentan su energía, se mueven a mayor velocidad y chocan con mayor frecuencia. Este hecho provoca un aumento de la presión. De la misma manera, si la presión ha de mantenerse constante, el volumen ha de aumentar (el gas se expande).
- **Volumen ocupado por el gas:** como el movimiento de las partículas del gas es continuo, el gas se expande prácticamente hasta el infinito si no encuentra ningún obstáculo que se oponga a este movimiento. Esto justifica que un gas ocupe siempre todo el volumen del recipiente que lo contiene.